



Estructura atómica y Tabla periódica

Composición atómica

Un átomo es la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química. Los experimentos realizados a fines del siglo XIX y principios del XX demostraron que los átomos están constituidos por partículas de menor tamaño, protones, neutrones y electrones, denominadas partículas subatómicas.

Tabla 1: Masa y carga de Partículas subatómicas

partícula	electrón (e)	protón (p)	neutrón (n)
masa (g)	$9,11 \cdot 10^{-28}$	$1,673 \cdot 10^{-24}$	$1,675 \cdot 10^{-24}$
carga unitaria	(-1)	(+1)	(0)

Todos los átomos tienen un núcleo, formado por protones y neutrones, alrededor del cual se encuentran los electrones (zona extranuclear). El número de protones en el núcleo coincide con el número de electrones en la nube, por lo tanto, los átomos son eléctricamente neutros.

La masa del protón es cercana a la del neutrón y éstas, mucho mayores que la del electrón, entonces, se puede considerar que la masa de un átomo se concentra en el núcleo, y la masa del electrón se considera despreciable. El tamaño del núcleo es muy pequeño frente al tamaño total del átomo.

Número Atómico

El número de protones de un núcleo sirve para identificar al átomo de un determinado elemento y recibe el nombre de **Número atómico (Z)**. A partir de este dato, se puede determinar el número de electrones de un átomo.

Número Másico

El número másico (A) de un átomo es la suma del número de protones y del número de neutrones contenidos en su núcleo

$$A = n^{\circ}\text{protones} + n^{\circ}\text{neutrones} = Z + n^{\circ}n$$

Los números másicos son siempre números enteros.

Definimos nucleido como aquella partícula caracterizada por un valor de Z y uno de A, o como un conjunto de nucleones: protones y neutrones. La notación simbólica para un átomo del elemento X es:





Química

Isótopos

Son átomos que poseen el mismo número atómico (Z) pero diferente número másico (A). Para la mayoría de los elementos, los núcleos de sus átomos, pueden tener distinto número de neutrones. Los átomos de un mismo elemento (igual valor de Z) con distinto número de neutrones, se llaman **isótopos**.

Por ejemplo para el átomo de hidrógeno existen tres nucleidos, isótopos:

Símbolo	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
Nombre	hidrógeno	deuterio	Tritio
Composición nuclear	1 protón 0 neutrón	1 protón 1 neutrón	1 protón 2 neutrones
Número de electrones	1 electrón	1 electrón	1 electrón

Iones

Un ion es una especie cargada positiva o negativamente formada a partir de átomos o moléculas que han ganado o perdido electrones como resultado de un cambio químico.

Los protones, presentes en el núcleo atómico no se modifican durante los cambios químicos habituales,

Los iones con carga positiva se llaman **cationes** y los que poseen carga negativa se denominan **aniones**.

Por ejemplo: un átomo de Potasio (K) pierde un electrón con facilidad y se transforma en un catión K^+ .

Un átomo de ${}^{39}_{19}\text{K}$ posee 19 protones, 20 neutrones y 19 electrones se forma el ion ${}^{39}_{19}\text{K}^+$ que posee 19 protones, 20 neutrones y 18 electrones (observar que se perdió un electrón) y por lo tanto quedó una especie positiva que se denomina ion monopositivo o catión monovalente. Cuando un átomo pierde 2 electrones se denomina catión divalente (como por ejemplo el Calcio). Un átomo de Azufre (S) puede ganar 2 electrones formando el anión sulfuro (S^{2-}).

Un átomo de ${}^{33}_{16}\text{S}$ posee 16 protones, 17 neutrones y 16 electrones, cuando se forma el ion ${}^{33}_{16}\text{S}^{2-}$ la estructura queda 16 protones, 17 neutrones y 18 electrones y se denomina anión divalente.

La relación entre el número de protones y el número de electrones se puede generalizar del siguiente modo:

Átomos $n^\circ \text{ protones} = n^\circ \text{ electrones}$

Cationes $n^\circ \text{ protones} > n^\circ \text{ electrones}$

Aniones $n^\circ \text{ protones} < n^\circ \text{ electrones}$



Química

Especies isoelectrónicas

Se denominan así a las partículas que tienen el mismo número de electrones.

Para los ejemplos dados anteriormente el K^+ y el S^{2-} son especies isoelectrónicas, también el Argón es isoelectrónico con ambos iones.

Estructura electrónica de los átomos

1- Modelo de Bohr

Bohr ofreció una explicación teórica al espectro de emisión del hidrógeno en 1913. Ya era conocido que los átomos estaban constituidos por protones y que los electrones giraban alrededor del núcleo en órbitas circulares. El átomo de Hidrógeno (está formado por un protón en el núcleo y la zona extranuclear donde se mueve el electrón

El electrón solo puede moverse en algunas órbitas permitidas en las cuales no emite ni absorbe energía. Dichas órbitas determinan los niveles de energía. Cada uno de estos niveles se designan con un número entero n : 1,2,3,.....7

El primer nivel ($n=1$) es el más cercano al núcleo y la órbita que describe tiene el radio más pequeño. Un electrón en esta capa tiene la energía más baja posible. Con el aumento de la distancia del núcleo hacia afuera, el radio de la órbita y la energía del electrón aumentan. El electrón no puede tener una energía que lo coloque **entre** los niveles permitidos.

Cuando el electrón se encuentra en el nivel $n=1$ se dice que el átomo está en su **estado fundamental**, estado de menor energía, cuando el átomo recibe luz o calor, el electrón absorbe energía y pasa a una órbita superior, ahora el átomo se encuentra en **estado excitado**. El electrón vuelve al nivel inferior y emite esa energía que corresponde a la diferencia de energía entre ambos estados como cuanto de luz (fotón), ese cuanto tiene una frecuencia característica que produce una línea espectral propia de cada átomo.

El modelo de Bohr no se pudo aplicar a átomos con más electrones que el Hidrógeno, pero la contribución hecha por Bohr respecto al comportamiento del electrón en el átomo fue significativa.

2- Modelo Orbital:

En el modelo actual se sigue considerando que en el mundo de dimensiones muy pequeñas la energía aumenta de a saltos llamados cuantos. En un sistema cuántico, es posible el pasaje de un valor de energía a otro mayor solo cuando el sistema recibe la energía correspondiente necesaria. Otro aporte fundamental es asumir la naturaleza dual de la materia (onda-partícula) y el principio de incertidumbre de Heisenberg que establece que es imposible determinar simultáneamente y con exactitud la velocidad y la posición de un cuerpo tan pequeño como el electrón, por lo tanto no es posible definir una *trayectoria* del electrón, entonces se habla de la **probabilidad** de encontrar a un electrón en una región particular del átomo a la que se denomina **orbital**.

Schrödinger establece una ecuación matemática muy compleja que describe el comportamiento y la energía del electrón. La ecuación se conoce como "Ecuación de Onda" y de su resolución matemática derivan los números cuánticos.



Química

El modelo atómico de la mecánica cuántica es un modelo de base matemática que se propone en función de probabilidades y establece: "Un orbital atómico tiene una energía característica así como una distribución característica de densidad de probabilidad electrónica". Existen distintas formas de distribución de densidades electrónicas o nubes de carga que se simbolizan con letras s, p, d, f. El número de orientaciones posibles en el espacio para una nube de carga determina el número de orbitales con dicha forma.

Existe **1 orbital s, 3 orbitales p, 5 orbitales d y 7 orbitales f**.

El orbital atómico se simboliza con una letra y un número.

El *número* caracteriza el nivel energético en el cual se encuentra el orbital (1,2,3....7) y está relacionado con la **distancia al núcleo**, a mayor valor de n, mayor es la distancia al núcleo y con la **energía** y el tamaño del orbital, a mayor energía, mayor tamaño del orbital.

La *letra* indica dentro del nivel, el subnivel, como se mencionó existen subniveles s, p, d y f y el orden de energía de los subniveles es $s < p < d < f$.

El número de subniveles es igual al valor de n del nivel.

Tabla 2: Distribución en niveles, subniveles y orbitales

NIVEL ENERGÉTICO	NÚMERO DE SUBNIVELES	ORBITALES
1	1	1s
2	2	2s 2p
3	3	3s 3p 3d
4	4	4s 4p 4d 4f

En la tabla 3 se relaciona el número de orbitales con el máximo de electrones por orbital, subnivel y nivel teniendo en cuenta que cada orbital se completa con 2 electrones y los electrones se van asignando en el átomo de acuerdo al **Principio de Aufbau**, que establece que el electrón que diferencia a un elemento del inmediatamente anterior (según el orden de sus números atómicos) ocupa el orbital de menor energía.



Química

Tabla 3: Número de orbitales y máximo de electrones

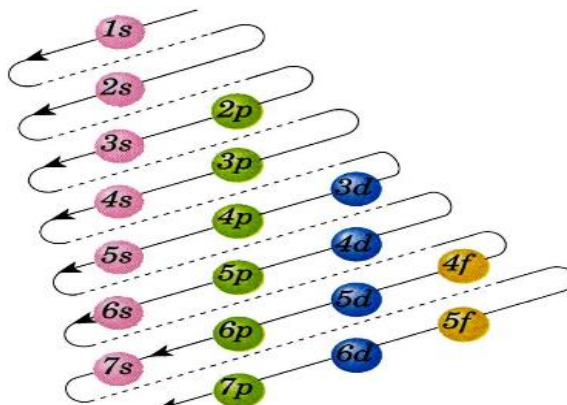
NIVEL DE ENERGÍA: n	ORBITAL	N° ORBITALES	N° máximo de electrones	Número máximo de electrones por nivel
1	1s	1	2	2
2	2s	1	2	8
	2p	3	6	
3	3s	1	2	18
	3p	3	6	
	3d	5	10	
4	4s	1	2	32
	4p	3	6	
	4d	5	10	
	4f	7	14	

La **Configuración electrónica (CE)** es la expresión que indica la ubicación de los electrones en un átomo en su estado fundamental.

En el estado fundamental, los electrones van ocupando los orbitales disponibles de manera de hacer mínima la energía total del átomo (de acuerdo al Principio enunciado en párrafo anterior).

Se puede expresar a partir de la Regla de las Diagonales, o considerando la energía orbital creciente, como se indica en la Tabla Periódica.

Figura 1: Orden de llenado de subniveles atómicos en un átomo polielectrónico (Regla de las diagonales)





Química

Esta regla consiste en disponer los orbitales atómicos de acuerdo con el esquema que se muestra en la figura 1 y recorrerlo según las diagonales, quedaría:

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f$

Indica la ocupación de los orbitales de un átomo polieletrónico, es decir **el orden de llenado** que no coincide exactamente con la energía orbital. Ejemplo de las dos maneras:

$CE_K: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ le sacaría todos los paréntesis según regla de las diagonales

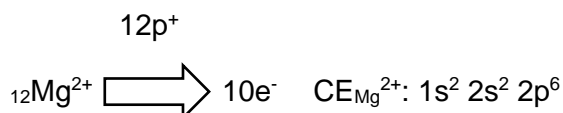
$CE_K: [Ar] 4s^1$ según la tabla periódica,

En este caso se escribe el símbolo del gas noble más cercano con menos electrones entre corchetes que el átomo considerado y luego se continúa con la distribución del resto de los electrones.

$CE_{Se}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ según regla de las diagonales

$CE_{Se}: [Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^4$ según la tabla periódica

Para representar las configuraciones electrónicas de iones es necesario recordar que la carga del ion indica la diferencia entre cargas positivas (n° de protones) y negativas (n° de electrones).



La **Configuración Electrónica Externa (CEE)** es la distribución de los electrones externos. Para determinarla se parte del subnivel s de mayor nivel de energía hasta el final de la configuración. Si hay átomos con electrones en subniveles d o f:

- Si estos subniveles están completos y hay por lo menos 1 electrón en un subnivel de mayor energía, los electrones pertenecientes a esos subniveles completos (d o f) no pertenecen a la CEE. Por ejemplo para el $_{31}\text{Ga}$ su CEE es $4s^2 4p^1$, no se incluye el subnivel $3d^{10}$.
- Si estos subniveles están completos pero no hay electrones en un subnivel de mayor energía, ese subnivel d o f pertenece a la CEE. Por ejemplo para el $_{30}\text{Zn}$ su CEE es $4s^2 3d^{10}$ y para el $_{28}\text{Ni}$ su CEE= $4s^2 3d^8$



Química

Ejemplos:

Elemento	Z	CE	CEE
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^3$
Co	27	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	$4s^2 3d^7$
As	33	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$	$4s^2 4p^3$
Cd	48	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$	$5s^2 4d^{10}$
In	49	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1$	$5s^2 5p^1$
Sr	38	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$	$5s^2$

Tabla Periódica de los elementos

En 1869, el químico ruso, Dimitri Mendeleiev ordenó los elementos conocidos según su “pesos atómicos” (hoy llamados masas atómicas) en secuencias regulares, de manera que los elementos con propiedades similares ocuparan la misma columna, así determinó que las propiedades físicas y químicas de los elementos varían en forma periódica, lo que denominó Ley Periódica.

Actualmente dicha ley se enuncia diciendo que **las propiedades de los elementos son una función periódica de su número atómico**.

Cada elemento aparece en la tabla en un casillero representado por su símbolo. En ese casillero figuran otros datos referidos al elemento, como número atómico (Z), masa atómica y configuración electrónica.

Cada hilera horizontal, en la tabla periódica se denomina **período**, se pueden contar 7 períodos en total, el primer período contiene 2 elementos, el segundo y el tercero tienen 8 elementos, el cuarto y el quinto 18 elementos, el sexto 32 elementos y el séptimo contiene los 29 restantes pudiendo llegar a los 32.

Cada columna vertical de la tabla periódica contiene un **grupo** (o familia) de elementos que tienen propiedades similares. En lo alto de cada columna hay un número del 1 al 18 con que se designa a cada grupo, o en nomenclatura más antigua subgrupos A y B con el número de grupo en números romanos.

Hay una correspondencia entre la configuración electrónica (CE) y la ubicación en la tabla periódica.

Al considerar al último electrón con que se llena un orbital, electrón diferenciante, es posible observar distintos bloques en la tabla periódica:

Bloque s: el último electrón se encuentra en un orbital s

Bloque p: el último electrón se encuentra en un orbital p

Bloque d: el último electrón se encuentra en un orbital d

Bloque f: el último electrón se encuentra en un orbital f



Química

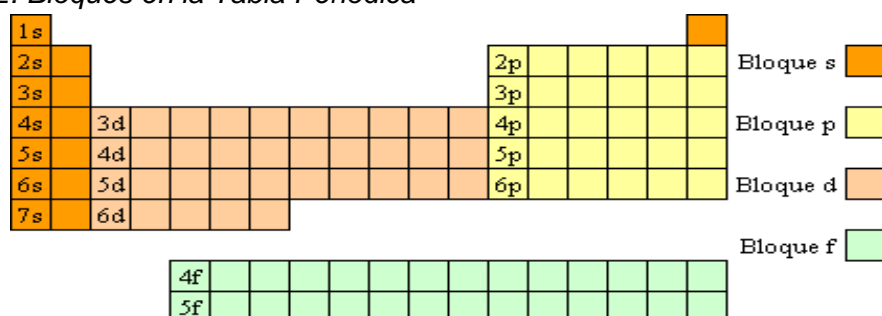
Los elementos del bloque s o p se designan **Elementos Representativos**

Los elementos del bloque d se denominan **Elementos de Transición**

Los elementos del bloque f son **Elementos de Transición Interna**

Los elementos representativos son los elementos de los grupos IA a VIIA. Los elementos de transición son los que se encuentran en los grupos B.

Figura 2: Bloques en la Tabla Periódica



Los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma CEE general (varían el nivel energético pero poseen el mismo número de electrones externos). Por ejemplo, la CEE de los elementos del grupo 2 es ns^2 . A esto se debe que presenten propiedades químicas similares, igual capacidad de combinación, y que formen cationes divalentes.

Tabla 4: Relación entre la Configuración electrónica externa y el Grupo en la Tabla Periódica

CEE	GRUPO	NOMBRE
ns^1	1 o IA	Metales Alcalinos
ns^2	2 o IIA	Metales Alcalino-Térreos
$ns^2 np^1$	3 o IIIA	Familia del Boro
$ns^2 np^2$	14 o IVA	Familia del Carbono
$ns^2 np^3$	15 o VA	Familia del Nitrógeno
$ns^2 np^4$	16 o VIA	Calcógenos
$ns^2 np^5$	17 o VIIA	Halógenos
$ns^2 np^6$	18 o VIIIA	Gases Nobles o Inertes

El número de período se relaciona con el **mayor nivel energético** de la configuración electrónica externa.



Química

Los elementos pueden clasificarse según sus propiedades características en metales, no metales y gases inertes (Figura 2). **Los metales** presentan brillo propio característico, son maleables (se convierten en láminas), dúctiles (se convierten en hilos), buenos conductores del calor y la electricidad, y en su mayoría sólidos a temperatura ambiente. **Los no metales** en cambio, resultan malos conductores del calor y la electricidad, a temperatura ambiente pueden ser sólidos, líquidos y gaseosos. **Los gases inertes**, en tanto son gases a temperatura ambiente y se caracterizan por su casi total inactividad química.

Hay ciertos elementos que no tienen propiedades bien definidas, sino intermedias entre las de un metal y un no metal y se llaman metaloides, están situados próximos a la línea escalonada que divide los metales de los no metales (ejemplos Germanio y Antimonio)

Iones más frecuentes de Elementos Representativos

Los átomos de la mayoría de los elementos tienden a adquirir la configuración electrónica externa del gas noble más cercano por ganancia o pérdida de electrones formando aniones o cationes.

Tabla 5: Iones más frecuentes por Grupo en la Tabla Periódica

GRUPO	CEE	Ganancia o pérdida de e	Iones
1	ns^1	Pierden 1 e	M^+
2	ns^2	Pierden 2 e	M^{2+}
16	$ns^2 np^4$	Ganan 2 e	X^{2-}
17	$ns^2 np^5$	Ganan 1 e	X^-

El Hidrógeno puede formar iones H^- o H^+ .

Propiedades Periódicas

Existen una serie de propiedades de los elementos, que están relacionadas con la configuración electrónica externa y la atracción del núcleo por los electrones de los átomos que los forman, se designan periódicas porque varían regularmente y esto puede apreciarse fácilmente por la forma en la que han sido ubicados los elementos en la tabla periódica.

Se analizará el radio atómico, la energía de ionización y la electronegatividad especialmente para los elementos representativos.

Radio atómico.

El tamaño de un átomo se define en términos de su radio atómico, que es la mitad de la distancia entre los dos núcleos de dos átomos metálicos adyacentes. Para los átomos que están unidos



Química

entre sí formando una red tridimensional, el radio atómico es la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos. Para los elementos que existen como moléculas diatómicas sencillas, el radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de los dos átomos de una molécula específica.

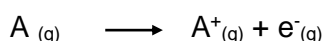
Dentro de un grupo, el radio aumenta a medida que aumenta el número atómico, ya que aumenta el número cuántico principal de los electrones de valencia y en consecuencia quedan a mayores distancias del núcleo. Sin embargo, en un período, el radio disminuye a medida que aumenta el número atómico. En este caso, el número cuántico principal de los electrones es el mismo, pero a medida que aumenta la carga nuclear, los electrones tienden a ser más atraídos hacia el núcleo y por lo tanto los átomos se hacen más pequeños.

El radio iónico es el radio de un catión o de un anión. Cuando un átomo neutro se convierte en un ion, se espera un cambio de tamaño. En el caso en que se forme un catión, el radio de éste es menor al de sus respectivos átomos, porque a medida que aumenta la carga nuclear, la nube electrónica tiende a contraerse. Al igual que los radios atómicos, los radios de los cationes aumentan al descender en un grupo debido a que los electrones ocupan niveles con un mayor número cuántico principal. En cambio, cuando se forma un anión, el radio es mayor que el del elemento en estado neutro. Esto se debe a que la carga nuclear permanece constante pero los electrones se repelen entre sí con mayor fuerza al aumentar el número de electrones de la capa de valencia.

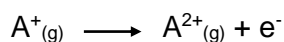
Energía de ionización.

La energía de ionización es la energía que se requiere para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental. Cuanto mayor es la energía de ionización es más difícil quitar el electrón.

La primera energía de ionización corresponde a la energía necesaria para quitar un electrón de un átomo:



La segunda energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un catión monovalente en fase gaseosa:



Siempre se cumple que la primera energía de ionización es menor que la segunda y a su vez la segunda menor que la tercera. Esto se debe a que el ion al tener carga positiva cada vez mayor hay mas predominio de la carga nuclear sobre los electrones y es mas difícil sustraerle un nuevo electrón. Asimismo cuando el catión adquiere la configuración electrónica del gas noble se hace mucho más difícil quitarle otro electrón.

La primera energía de ionización aumenta a medida que aumentan los números atómicos de los elementos dentro de un período. Por otro lado, se observa una disminución a medida que aumenta el número atómico en un grupo. Esto indica que se necesita menos energía para arrancar un electrón de un átomo de Bario, por ejemplo, que a un átomo de berilio. Los elementos con baja energía de ionización tienden a formar cationes fácilmente.

Electronegatividad.

La capacidad de un átomo de atraer hacia sí los electrones de un enlace covalente se denomina electronegatividad. Los átomos con electronegatividad alta tienen más tendencia a atraer



Química

electrones que aquellos con electronegatividad baja. Como es de esperarse, la electronegatividad se relaciona con la afinidad electrónica y la energía de ionización. De esta manera, un átomo con afinidad electrónica y energía de ionización altas posee electronegatividad alta. Por el contrario, un átomo con baja energía de ionización y baja afinidad electrónica tiene electronegatividad baja.



Formuleo y Nomenclatura

Nomenclatura de compuestos inorgánicos

Para nombrar o para escribir las fórmulas de los compuestos inorgánicos es necesario tener en cuenta cómo asignar los números de oxidación y las reglas de nomenclatura establecidas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).

Anteriormente, se ha definido que el número de oxidación de un átomo se refiere al número de cargas que tendría ese átomo si los electrones fueran transferidos por completo al átomo más electronegativo y se han indicado las reglas generales para asignar números de oxidación.

Existen diferentes formas de agrupar a los compuestos inorgánicos, por ejemplo según el número de elementos, se dividen en compuestos binarios, compuestos ternarios y compuestos cuaternarios.

Otra forma es agruparlos en las siguientes categorías: compuestos iónicos, compuestos moleculares, ácidos y bases.

Compuestos iónicos

En este grupo encontramos a los compuestos formados por cationes y aniones. En los compuestos que estén constituidos por cationes metálicos, se tiene en cuenta si los metales tienen un solo número de oxidación o más.

- En el primer caso, los cationes metálicos que provienen de metales con un solo número de oxidación, se nombran con la nomenclatura tradicional y con la moderna con el nombre del elemento. Por ejemplo:

K^+ ion potasio

Al^{3+} ion aluminio

Zn^{2+} ion zinc

- Si el metal posee más de un número de oxidación, se nombra:



Química

a) con la nomenclatura moderna, se indica con un número romano entre paréntesis (numeral de Stock), el número de oxidación correspondiente al metal.

ion metal (numeral de Stock)

Ejemplos

Cu^{2+} ion cobre(II)

Cu^{+} ion cobre(I)

b) con la nomenclatura tradicional, se asigna la terminación “oso” para indicar que el metal se presenta con el menor número de oxidación y la terminación “ico” para el mayor.

ion metal oso

ion metal ico

Ejemplos

Cu^{2+} ion cúprico

Cu^{+} ion cuproso

Muchos compuestos iónicos son binarios, es decir que están constituidos por dos elementos. Según las reglas de nomenclatura, se nombra el anión no metálico seguido del catión metálico.

Por ejemplo las **sales no oxigenadas** están formadas por metal y no metal. El anión no metálico se nombra con el nombre del no metal y el sufijo “uro”.

no metal uro de metal

Ejemplos

LiCl cloruro de litio

SrBr_2 bromuro de estroncio

CuF_2 fluoruro de cobre (II) o fluoruro cúprico

CuF fluoruro de cobre (I) o fluoruro cuproso

Según las reglas actuales de nomenclatura, en las fórmulas de compuestos binarios, en general, se escribe primero el elemento menos electronegativo.

Para escribir una fórmula a partir del nombre es necesario considerar los símbolos de los elementos involucrados, y que la suma de las cargas de los cationes y de los aniones de una unidad fórmula debe ser igual a cero, para satisfacer la neutralidad eléctrica.



Química

Ejemplo: Cloruro de calcio

Para escribir la fórmula de esta sal, consideramos los iones estables que forman los átomos de calcio y de cloro.

El ion estable que forma un átomo de calcio es: Ca^{2+}

El ion estable que forma un átomo de cloro es Cl^-

La suma de las cargas multiplicadas por los subíndices respectivos, es igual a cero.

(+2) (-1)



$$(2+) + x \cdot (-1) = 0$$

Donde x es igual a 2.

Por lo tanto la fórmula es: **CaCl_2**

Otra forma posible es asignar correctamente los números de oxidación y tener en cuenta que la suma de los números de oxidación multiplicados por el subíndice debe ser igual a cero.

Ejemplo: fluoruro de hierro (III) o fluoruro férrico

El hierro actúa con número de oxidación +3, y el flúor actúa con número de oxidación - 1. En consecuencia se tiene:

(+3) (-1)



$$\text{Si } x \cdot 3 + y \cdot (-1) = 0. \quad \text{Esta igualdad se cumple con } x = 1 \quad \text{e } y = 3$$

La fórmula es: **FeF_3**

Los **hidruros metálicos** son compuestos constituidos por hidrógeno y metal. El hidrógeno al unirse a metales actúa con número de oxidación -1, por lo que el ion es mononegativo, H^- y se nombra con el sufijo “uro”, hidruro.



Química

Ejemplos:

NaH hidruro de sodio

CaH₂ hidruro de calcio

CuH hidruro de cobre (I) o hidruro cuproso

Otro ejemplo son los **óxidos de metales** formados por metal y oxígeno. El anión estable que forma el oxígeno es O²⁻ y se lo nombra óxido.

Ejemplos:

Li₂O óxido de litio

Al₂O₃ óxido de aluminio

FeO óxido de hierro (II) u óxido ferroso

Por ejemplo para escribir la fórmula del óxido de bario, consideramos que el ion estable del bario es Ba²⁺ y el del oxígeno O²⁻, en consecuencia la suma de dos cargas positivas y dos cargas negativas es cero, por lo tanto el subíndice para cada uno es 1, y no se indica.

Por lo tanto la fórmula es: **BaO**

Para escribir la fórmula del óxido de hierro (III) consideramos que el hierro actúa con número de oxidación +3 y el oxígeno con número de oxidación -2.

(+3) (-2)



Se tiene que cumplir que:

$$x \cdot (+3) + y \cdot (-2) = 0. \text{ Por lo que } x = 2 \text{ y } y = 3.$$

La fórmula es: **Fe₂O₃**



Química

Las oxosales son compuestos iónicos constituidos por tres elementos. Por cuestiones didácticas se analizan al final de este apunte.

Compuestos moleculares

Por lo general están formados por elementos no metálicos.

La nomenclatura de los compuestos moleculares binarios se hace de manera similar a la de los compuestos iónicos binarios.

Por ejemplo en los compuestos binarios constituidos por hidrógeno y no metal, el hidrógeno actúa con número de oxidación +1 y el no metal con el número de oxidación negativo. Estos compuestos se nombran **no metal* uro de hidrógeno**. Por ejemplo:

HCl cloruro de hidrógeno

H₂S sulfuro de hidrógeno

Si estas sustancias se encuentran disueltas en agua, se nombran

ácido no metal* hídrico*

HCl ácido clorhídrico

H₂S ácido sulfhídrico

*no metales posibles: los no metales de los grupos 16 (excepto el oxígeno) y 17.

Excepciones: algunos compuestos conservan el nombre común. Por ejemplo:

H ₂ O agua	SiH ₄ silano	CH ₄ metano** Los compuestos de fórmula general C _x H _y corresponden a la familia de compuestos orgánicos. Las reglas de nomenclatura se estudian aparte.
NH ₃ amoníaco	B ₂ H ₆ diborano	
PH ₃ fosfina	AsH ₃ arsina	

Por ejemplo para escribir la fórmula del yoduro de hidrógeno, consideramos que el yodo actúa con número de oxidación -1 y el hidrógeno con número de oxidación +1. En consecuencia:





Química



Para que la fórmula sea correcta, se tiene que cumplir que:
 $x \cdot (+1) + y \cdot (-1) = 0$. Es decir que x e y valen 1.

Por lo tanto la fórmula es: **HI**

Existen diferentes compuestos moleculares binarios. Para nombrarlos suele usarse la nomenclatura estequiométrica o por atomicidad. Se los nombra con prefijos griegos que indican el número de átomos de cada elemento, tales como mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, nona, y deca. El prefijo “mono” se omite con excepción del nombre común del CO, monóxido de carbono y para el primer elemento de la fórmula. Por ejemplo:

SO₂ dióxido de azufre

N₂O₃ trióxido de dinitrógeno

Br₂O₇ heptóxido de dibromo

N₂O₄ tetróxido de dinitrógeno*

* para el caso de los óxidos, en algunas ocasiones se omite la terminación “a” del prefijo.

Como en el caso anterior para escribir la fórmula a partir del nombre consideramos que los prefijos nos indican el número de átomos de los elementos.

Por ejemplo para escribir la fórmula del pentóxido de diyodo, tenemos en cuenta que la palabra pentóxido nos indica 5 átomos de oxígeno y diyodo, dos átomos de yodo.

Por lo tanto la fórmula es: I₂O₅



Química

Ácidos y bases

Nomenclatura de ácidos

Un **ácido** se define como una especie química que cede iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua.

Por ejemplo los compuestos moleculares formados por no metales* e hidrógeno, disueltos en agua forman ácidos.

*no metales posibles: los no metales de los grupos 16 (excepto el oxígeno) y 17.

HCl ácido clorhídrico

H₂S ácido sulfhídrico

Existen ácidos constituidos por **hidrógeno, no metal y oxígeno**, a los que se denominan oxoácidos.

Los átomos de hidrógeno se unen por unión covalente a átomos de oxígeno (cada átomo de hidrógeno se une a un átomo de oxígeno) y éstos al átomo del no metal.

Para nombrarlos se tienen las siguientes consideraciones:

- ✓ Si el no metal posee un solo número de oxidación, se nombra

ácido no metal ico

Ejemplo: H₂CO₃ Ácido carbónico

- ✓ Si el no metal posee dos o más números de oxidación, se nombra:

ácido no metal oso/ico

Ejemplos

H₂SO₃ ácido sulfuroso

HNO₃ ácido nítrico

Para los elementos del grupo 17 que poseen varios números de oxidación se usan prefijos y terminaciones.

+1 hipo no metal oso Ej. HClO ácido hipocloroso

**Química**

+3 no metal oso

+5 no metal ico

+7 per no metal ico Ej. HClO_4 ácido perclórico

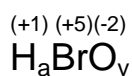
Los oxoácidos del fósforo y otros elementos que presentan algunas excepciones se detallan por separado.

A partir de las reglas de asignación de números de oxidación, la fórmula general de un oxoácido puede escribirse:



- Donde X es un no metal distinto** de hidrógeno y oxígeno.
- “y” es el número más pequeño que multiplicado por dos, es mayor que el número de oxidación del no metal.
- “a” se obtiene de la diferencia entre 2 multiplicado por “y” y el número de oxidación del no metal ($a = 2 \cdot y - \text{nro de oxidación}$).

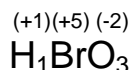
Por ejemplo, para escribir la fórmula del ácido brómico, ubicamos los símbolos de los elementos intervinientes en la expresión general y los números de oxidación correspondientes. En este caso la terminación ico, indica que el bromo actúa con el número de oxidación +5.



Según lo expuesto “y” tiene que ser un número que multiplicado por 2 sea mayor que 5 (número de oxidación con el que actúa el bromo, en dicho ácido). Por lo tanto $y = 3$, ya que 2 multiplicado por 3 es igual a 6, y 6 es mayor que 5.

“a” se obtiene multiplicando a 2 por 3, y al resultado se le resta 5. Es decir $a = 2 \cdot 3 - 5 = 6 - 5 = 1$.

Se reemplaza:



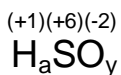
Observamos que la suma de los números de oxidación multiplicada por los subíndices es igual a cero. $1 \cdot 1 + 5 + 3 \cdot (-2) = 0$



Química

Como el 1 no se indica, la fórmula es: **HBrO₃**

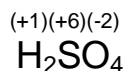
Otro ejemplo puede ser la escritura de la fórmula del ácido sulfúrico, cuya expresión general es:



Se siguen los pasos indicados “y” multiplicado por 2 tiene que ser mayor que 6, es decir que $y = 4$, pues $4 \cdot 2 = 8$.

$$a = 2 \cdot 4 - 6 = 8 - 6 = 2.$$

Se reemplaza



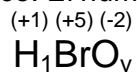
La fórmula es **H₂SO₄**

Otra forma para escribir las fórmulas a partir del nombre es usar la siguiente regla:

- o Si el número de oxidación del no metal** es impar, el número de átomos de hidrógeno es 1.
- o Si el número de oxidación del no metal** es par, el número de átomos de hidrógeno es 2.

Considerando los números de oxidación se determina el número de átomos de oxígeno, por ejemplo:

Ácido brómico: El número de oxidación con el que actúa el bromo es impar (+5), en consecuencia:



Para que se cumpla la 2da regla, $+1 + 5 = x \cdot -2$, en consecuencia $y = 3$

La fórmula es: **HBrO₃**

Importante: En las fórmulas no deben figurar los números de oxidación.



Química

** Elementos como el fósforo, el silicio y el arsénico, entre otros, forman más de un oxoácido con el mismo número de oxidación. Por ejemplo

FÓRMULA	NOMENCLATURA
$H_4P_2O_7$	Ácido pirofosfórico o difosfórico
H_3PO_4	Ácido ortofosfórico*
H_4SiO_4	Ácido ortosilícico

Ácido ortofosfórico*: corrientemente se lo llama ácido fosfórico. Nombre que ha sido incluido en las "Recomendaciones 1990" de la IUPAC.

Nomenclatura de bases

Los hidróxidos metálicos se clasifican como bases.

Los hidróxidos, son compuestos constituidos por: **metal, oxígeno e hidrógeno**. Los hidróxidos están formados por iones metálicos y iones hidróxido (OH^-).

* Según las recomendaciones de la IUPAC el ion OH^- recibe el nombre de ion hidróxido. Los nombres hidroxilo y oxhidrilo no deben usarse.

Para nombrarlos se tienen las mismas consideraciones indicadas para los metales en los compuestos binarios.

- ✓ Si el metal posee un solo número de oxidación los hidróxidos se nombran:

hidróxido de metal

Ejemplos

NaOH Hidróxido de sodio

Ca(OH)₂ Hidróxido de calcio

Mg(OH)₂ Hidróxido de magnesio



Química

- ✓ Si el metal posee más de un número de oxidación, los hidróxidos se nombran, utilizando el numeral de Stock o las terminaciones oso/ico según corresponda.

Ejemplos

$\text{Co}(\text{OH})_2$ Hidróxido de cobalto (II) o hidróxido cobaltoso.

$\text{Ni}(\text{OH})_3$ Hidróxido de níquel (III) o hidróxido níquelico

Para escribir la fórmula de un hidróxido a partir del nombre, recordamos que en los compuestos iónicos es útil considerar las cargas de los iones, pues la suma de las cargas multiplicadas por los subíndices respectivos, es igual a cero. Por ejemplo para escribir la fórmula de un hidróxido sabemos que:

- el catión está constituido por el metal. Su carga coincide con el número de oxidación respectivo.
- el anión hidróxido tiene una carga negativa.



Si bien los electrones están representados por diferentes símbolos, recuerda que los electrones son todos iguales.

Es decir que al escribir la fórmula de un hidróxido hay que tener en cuenta que el número de iones hidróxido coincide con la carga del catión.

En forma general: **$\text{M}(\text{OH})_x$**

Ejemplos:

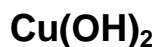
Escribir la fórmula del

- hidróxido de cobre (II)
- hidróxido férrico



Química

i. En el hidróxido de cobre (II), el cobre actúa con número de oxidación +2, lo que implica que cada átomo de cobre forma al ion Cu^{2+} . Por lo tanto por cada ion Cu^{2+} hay 2 iones OH^- . Así se cumple que la suma entre las cargas es igual a cero. La fórmula es:



ii. En este caso, el hierro actúa con número de oxidación +3, lo que implica que cada átomo de hierro al ion Fe^{3+} . Es decir que por cada ion Fe^{3+} hay 3 iones OH^- . Por lo tanto la fórmula es:



Oxosales

Son compuestos constituidos generalmente* por: **metal, no metal y oxígeno**.

*Existen algunas sales constituidas por metal, metal y oxígeno, entre las que se encuentran cromatos, aluminatos, permanganatos.

Las oxosales están constituidas por cationes y aniones. Para nombrarlas se tendrá en cuenta que:

- los cationes se nombran con las consideraciones expuestas para los metales en los compuestos iónicos,
- los aniones se nombran *no metal*"ato" o *no metal*"ito". Las terminaciones "oso" e "ico" utilizadas para los no metales en los oxoácidos se reemplazan por "ito" y "ato" respectivamente,
- es aconsejable separar el catión del anión, ya que la suma entre las cargas de los iones por unidad fórmula es cero,
- el número de oxidación del no metal se calcula teniendo en cuenta que la suma de los números de oxidación de los átomos involucrados en el anión es igual a la carga neta del ion.

Veamos algunos ejemplos:



Para nombrarla tenemos en cuenta que el metal y el no metal tienen un sólo número de oxidación*.

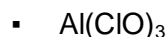
Una unidad de fórmula de esta sal está formada por dos cationes y un anión. El catión sodio es monopositivo, por lo tanto por unidad fórmula hay 2 cargas positivas, en consecuencia el anión tiene dos cargas negativas y se denomina anión carbonato (CO_3^{2-}).



Química

* Pues el carbono en compuestos inorgánicos ternarios sólo actúa con número de oxidación +4.

El nombre es: **carbonato de sodio**

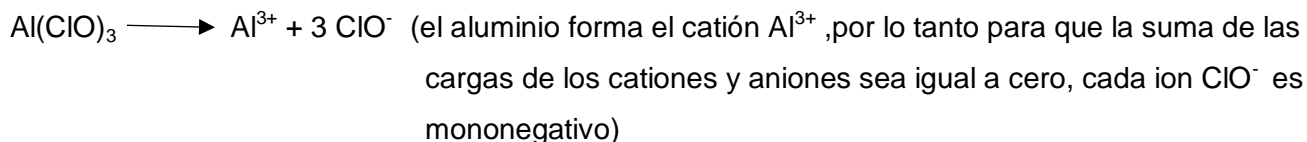


Una unidad de fórmula de esta sal está formada por un catión aluminio (Al^{3+}) y tres aniones.

Para poder nombrarla, buscamos el número de oxidación con el que actúa cada elemento.

El aluminio actúa con +3, el oxígeno con -2 y el número de oxidación del cloro se puede calcular teniendo en cuenta lo expresado anteriormente.

Se separan los iones:



Como la suma de los números de oxidación, multiplicados por el subíndice es igual a la carga neta del ion, entonces $+x + (-2) = -1$ donde x es el número de oxidación con el que actúa el cloro en esa sal, despejando $x = -1 + 2 = +1$

El nombre es: **hipoclorito de aluminio**



Una unidad de fórmula de esta sal está formada por un catión y un anión.

Se determinan los números de oxidación de los átomos en las especies involucradas.

El hierro puede actuar con los números +2 ó +3, el oxígeno -2 y el azufre +4 ó +6 (el ± 2 sólo en compuestos binarios).

Se separan los iones:





Química

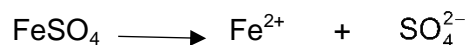
En el SO_4^{y-} el número de oxidación con el que actúa el azufre es el menor y más próximo al producto entre el subíndice que se encuentra en el oxígeno y dos (ver cómo determinamos en los oxoácidos el número de átomos de oxígeno).

$$4 \cdot 2 = 8$$

De manera que el número de oxidación con el que actúa el azufre en esa sal es +6 y no +4 (pues 6 es menor y más próximo a 8). Por lo tanto la carga del anión se puede determinar:

$$4 \cdot (-2) + 6 = +8 + 6 = -2$$

y como el número de cargas negativas es igual al el número de cargas positivas, el hierro actúa con número de oxidación +2.



En consecuencia el nombre es: **sulfato de hierro (II) o sulfato ferroso**

En forma general, los nombres son:

no metal⁽¹⁾ ito/ato de metal

no metal⁽¹⁾ ito/ato metal oso/ico

o no metal⁽¹⁾ ito/ato de metal (número romano)⁽²⁾

⁽¹⁾ Agregando los prefijos hipo o per según corresponda.

⁽²⁾ Siempre que el metal posea varios números de oxidación, sino no se indica.

En la siguiente tabla figuran algunos ejemplos

FÓRMULA	NOMBRE
FePO_4	Ortofosfato de hierro (III) u ortofostato férrico
$\text{Cu}(\text{BrO}_3)_2$	Bromato de cobre (II) o bromato cúprico
NiSO_3	Sulfito de níquel (II) o sulfito níqueloso
$\text{Co}(\text{ClO})_2$	Hipoclorito de cobalto (II) o hipoclorito cobaltoso



Química

Na_2SO_3	Sulfito de sodio
$\text{Ca}(\text{IO}_4)_2$	Peryodato de calcio

Para escribir la fórmula a partir del nombre es conveniente escribir el catión separado del anión y teniendo en cuenta que la suma entre las cargas es cero, entonces escribir la fórmula.

El número de cargas positivas del catión metálico coincide con el número de oxidación con el que actúa el metal en la sal. Mientras que para determinar la carga del anión es conveniente escribir la fórmula general del oxoanión y recordar cómo determinamos el número de átomos de oxígeno en los oxoácidos.



“b” es el número más pequeño que multiplicado por dos, es mayor que el número de oxidación del no metal.

“y” se obtiene de la suma entre -2 (número de oxidación del oxígeno) multiplicado por “b” y el número de oxidación del no metal. ($y = (-2) \cdot b + \text{nro de oxidación}$).

Por ejemplo para escribir la fórmula del **nitrato de cobre (II)**, usamos la información que nos brinda el nombre. El cobre actúa con número de oxidación + 2 y el nitrógeno* con + 5, ya que la terminación *ato* indica que actúa con el mayor de los números de oxidación.

* El nitrógeno tiene varios números de oxidación. Para compuestos ternarios y oxoaniones solo actúa con +3 y +5. La terminación *ato* corresponde al mayor.

En consecuencia el catión es Cu^{2+} y el anión NO_b^{y-} . En donde b es igual a 3, pues 3 multiplicado por dos es mayor que 5.

Por lo tanto la carga del anión es $y = -2 \cdot 3 + 5 = -6 + 5 = -1$

Es decir que tenemos los iones Cu^{2+} y NO_3^- y para que la suma entre las cargas de los iones sea cero la fórmula es:





Química

Para escribir la fórmula del **sulfato de magnesio** tenemos en cuenta que según la nomenclatura el azufre* actúa con número de oxidación + 6, mientras el magnesio actúa con + 2 (solo presenta número de oxidación +2). Separando en iones Mg^{2+} y SO_b^{y-}

* El azufre tiene varios estados de oxidación +/- 2, 4, 6. Para compuestos ternarios y oxoaniones solo actúa con +4 y +6.

“b” es igual a 4, pues 4 multiplicado por 2 es mayor que 6. Y la carga del anión es:

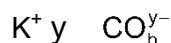
$$y = (-2) \cdot 4 + 6 = -2.$$

En consecuencia tenemos Mg^{2+} y SO_4^{2-}

Por lo que la fórmula es **MgSO_4**

Por último para escribir la fórmula del **carbonato de potasio**.

El carbono actúa con número de oxidación +4 y el potasio con +1. Al separar los iones queda



Donde “b” es 3, pues 3 multiplicado por 2 es 6, y 6 es mayor que 4 (número de oxidación del carbono), y “y” = $(-2) \cdot 3 + 4 = -2$. Por lo tanto el anión es divalente, y la fórmula es



** Elementos como el fósforo, el silicio y el arsénico, entre otros, forman más de una oxosal con el mismo número de oxidación. Por ejemplo alguno de los iones que forman son:

$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ Anión pirofosfato

PO_4^{3-} Anión ortofosfato



Química

Otras sales

A continuación se detallan ejemplos de sales que tienen hidrógeno en su estructura.

NaHS hidrógenosulfuro de sodio

AgHS hidrógenosulfuro de plata

NaHCO₃ hidrógenocarbonato de sodio o bicarbonato de sodio

KH₂PO₄ dihidrógenofosfato de potasio

Las sales de amonio corresponden a una excepción, pues el catión no es un metal.

La fórmula del ion amonio es NH_4^+

Por ejemplo:

NH₄Cl cloruro de amonio

(NH₄)₂SO₄ sulfato de amonio

Para escribir fórmulas de dichas sales, tendremos en cuenta que la carga del ion amonio es 1+ y las mismas consideraciones expuestas anteriormente.



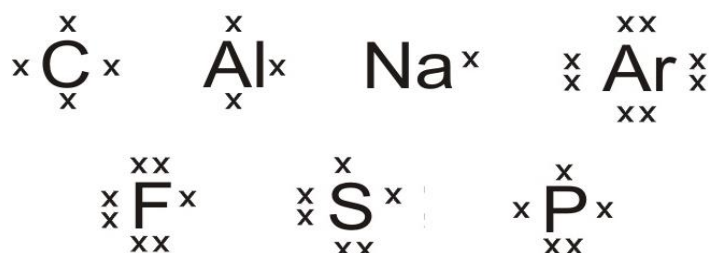
Uniones químicas

Se denomina **unión química** a la fuerza de interacción entre dos átomos o grupos de átomos con intensidad suficiente para mantenerlos unidos en una especie diferente. Un enlace químico se formará si el ordenamiento de átomos posee una energía menor que la de los átomos separados (estado de mínima energía).

Para explicar cómo se forman las sustancias (moléculas y los compuestos iónicos), Gilbert Lewis propuso que los átomos se combinan para alcanzar la configuración electrónica más estable o sea hasta completar sus octetos.

Las partículas (átomos o iones) alcanzan la estabilidad máxima, al ser isoelectrónicas con un gas noble.

Al estudiar los enlaces químicos se consideran sólo los electrones externos o electrones de valencia, debido a que al formarse un enlace se ponen en contacto sus regiones más externas. El sistema de puntos desarrollado por Lewis permite representar a los electrones de valencia, para ello se indica el símbolo del elemento y un punto por cada electrón. Por ejemplo, a continuación se presentan los símbolos de puntos de Lewis de diferentes átomos:



Tipos de enlaces

Las uniones químicas se clasifican en iónicas, covalentes y metálicas.

A partir de los valores de electronegatividad es posible predecir si un enlace químico es iónico o covalente. El tipo de enlace estará dado en relación a la diferencia de electronegatividad entre los átomos que lo forman.

- Los átomos de elementos con diferencias de electronegatividad mayores o iguales a 2 forman enlaces iónicos. Esta diferencia de electronegatividad se aplica a la mayoría de los compuestos iónicos, pero existen excepciones. Si tenemos en cuenta el porcentual de carácter iónico se considera que para una diferencia de electronegatividad de 1,7 el porcentual de carácter iónico es del 50%. En los enlaces iónicos participan un metal y uno o más no metales.
- Los átomos de elementos no metálicos cuyas diferencias de electronegatividades son menores a 2 forman enlaces covalentes.

Química

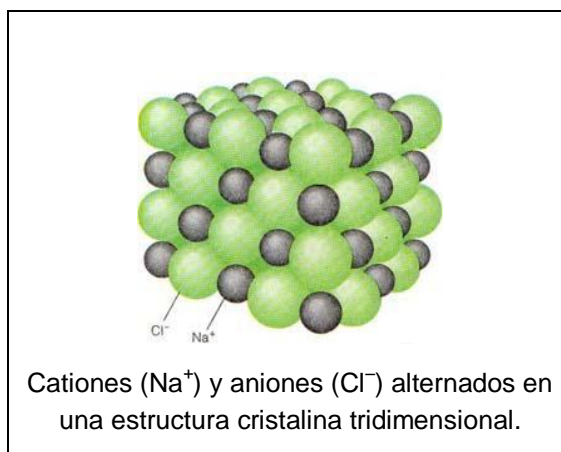
El enlace iónico

Este tipo de unión resulta de las interacciones electrostáticas entre cationes y aniones.

Según las propiedades analizadas en la unidad 1, los metales alcalinos y alcalino-térreos forman cationes fácilmente, pues los átomos de estos elementos presentan bajas energías de ionización, y por otro lado los halógenos, el oxígeno, el azufre y el nitrógeno tienden a formar aniones. Por esta razón muchos compuestos iónicos están constituidos por un metal del grupo 1 o 2 y uno de los no metales mencionados.

A la mínima relación entre cationes y aniones que se repite en un cristal, se la denomina **unidad fórmula**. Los compuestos iónicos no están formados por moléculas.

Figura 1. Representación de esferas del cristal de NaCl



Para representar a las unidades fórmulas o a las sustancias iónicas, se utilizan estructuras de Lewis y fórmulas mínimas. La **estructura de Lewis** de un compuesto iónico consiste en la representación de los iones que lo constituyen. La **fórmula mínima** indica la relación entre el número de cada uno de los iones que forman una unidad fórmula.

El enlace covalente

Un enlace covalente es aquel en el que los átomos comparten electrones y forman moléculas; y cada átomo adquiere, en la mayoría de los casos, la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla periódica.

Para representar a las moléculas se utilizan estructuras de Lewis, y fórmulas desarrolladas y moleculares.

Los átomos pueden formar distintos tipos de enlaces covalentes. Según el número de pares de electrones compartidos, la unión covalente puede ser simple, múltiple y coordinada o dativa:

- o **Simple:** dos átomos se unen por medio de un par de electrones.



Química

- o **Múltiple:** los átomos comparten dos o tres pares de electrones; la unión o enlace se denomina covalente doble y triple respectivamente.
- o **Coordinada o dativa:** el par de electrones compartido es aportado sólo por uno de los átomos.

Para representar las fórmulas desarrolladas, se indican los símbolos de los elementos intervinientes y un guion que representa cada par de electrones compartido; las uniones covalentes dativas o coordinadas se simbolizan con una flecha desde el átomo menos electronegativo hacia el más electronegativo.

Excepciones a la regla del octeto

Existen algunas moléculas en las que no se cumple la regla del octeto en por lo menos uno de los átomos involucrados. Las excepciones pueden ser:

- octeto incompleto
En algunas moléculas el número de electrones que rodea al átomo central es inferior a ocho. Por ejemplo en la molécula de BeCl_2 el átomo de Be está rodeado por cuatro electrones y en la molécula de BF_3 , el átomo de B está rodeado por seis electrones.
- octeto expandido
Los átomos de los elementos del tercer período en adelante, constituyen moléculas en las que hay más de ocho electrones alrededor del átomo central. Por ejemplo en la molécula de SF_4 , el átomo de S está rodeado de 10 electrones. Además de los orbitales 3s y 3p tienen orbitales 3d incompletos con los que pueden formar enlaces.
- número impar de electrones
En algunas moléculas, un átomo tiene un número impar de electrones. Por ejemplo la molécula de NO y la de NO_2 .

Polaridad del enlace

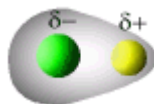
Los enlaces covalentes pueden ser polares o no polares. Una propiedad útil para distinguirlos, es la electronegatividad.

En un enlace covalente entre 2 átomos del mismo elemento, el par electrónico se comparte de forma equitativa. A este enlace se lo denomina **no polar**. Por ejemplo, en la molécula de H_2 (hidrógeno).

En un enlace covalente entre 2 átomos de distintos elementos, los electrones no son compartidos por igual. Como consecuencia se genera una densidad de carga negativa sobre éste y una densidad de carga positiva sobre el átomo menos electronegativo. A tal enlace se lo denomina covalente **polar**. Por ejemplo, en la molécula de HCl (cloruro de hidrógeno) hay una densidad de carga negativa sobre el átomo de cloro y una densidad de carga positiva sobre el átomo de hidrógeno.

Química

Figura 2. Representación de una molécula de HCl



La esfera verde representa a un átomo de cloro y la esfera amarilla representa un átomo de hidrógeno.

Una medida cuantitativa de la polaridad de un enlace es el **momento dipolar (μ)** y la unidad en que se mide es el Debye (D). El momento dipolar es el producto entre la carga y la distancia que las separa ($\mu = q \times d$) en un enlace químico, y es una magnitud vectorial, es decir que se representa mediante un vector que tiene módulo (intensidad), dirección y sentido.

Número de oxidación

El número de oxidación de un átomo también llamado estado de oxidación, se refiere al número de cargas que tendría un átomo si los electrones fueran transferidos por completo al átomo más electronegativo.

Las reglas generales para asignar números de oxidación son:

1. El número de oxidación de cualquier elemento libre es cero. Esto incluye a las sustancias (simples) formadas por moléculas poliatómicas.
2. Para iones monoatómicos, el número de oxidación coincide con la carga neta del ion.
3. El número de oxidación del elemento oxígeno es -2 , en los peróxidos -1 y en los compuestos con flúor $+2$.
4. El número de oxidación del elemento hidrógeno es $+1$, y en los hidruros metálicos es -1 .
5. El número de oxidación del elemento flúor es -1 en todos los compuestos.
6. En una especie neutra, la suma de los números de oxidación multiplicada por los respectivos subíndices es igual a cero. En un ion poliatómico la suma de los números de oxidación multiplicada por los respectivos subíndices es igual a la carga neta del ion.

Estructuras de Lewis

Las estructuras de Lewis son de gran utilidad para representar los enlaces.

Para representar la estructura de Lewis se utilizan:

- los símbolos de los elementos, que representan a los átomos,
- la CEE de cada uno de los átomos de los elementos intervinientes,
- símbolos, como por ejemplo: $^{\circ}$, \times , \bullet , para representar a los electrones externos o de valencia.



Química

En el caso de los iones se deben agregar:

- signos + y – para indicar la carga de los iones.
- corchetes encerrando el anión,

Ejemplos

Li₂O, óxido de litio

Para representar una estructura de Lewis, se analiza el tipo de unión química. En este caso, el litio es un metal cuya electronegatividad es 0,98 y el oxígeno es un no metal de electronegatividad 3,44, por lo tanto, la diferencia de electronegatividad es mayor que 2,0 y la unión química es iónica.

La estructura de Lewis de un compuesto iónico consiste en la representación de los iones que lo constituyen. La fórmula mínima Li₂O indica que una unidad elemental de óxido de litio está formada por dos cationes litio y un anión óxido.

Según las configuraciones electrónicas externas del litio y del oxígeno, determinamos las cargas de los iones respectivos:



El átomo de litio forma un catión quedando con la configuración electrónica del gas noble más próximo (helio, CEE: 1s²). Significa que el catión que forma el litio tiene 3 protones y 2 electrones, por tal motivo, queda una carga positiva sin compensar, que le dan la carga al catión. Su símbolo es Li⁺ y su CEE es 1s².

El átomo de oxígeno forma un anión que tiene la configuración electrónica del gas noble más próximo (neón, CEE: 2s² 2p⁶). Significa que el anión que forma el oxígeno tiene 8 protones y 10 electrones, por lo tanto, quedan dos cargas negativas sin compensar, que le dan carga al anión. Su símbolo es O²⁻ y su CEE es 2s² 2p⁶.

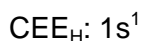
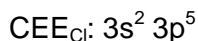
La estructura de Lewis del Li₂O es:



Importante: En las fórmulas de Lewis, representamos de manera diferente a los electrones de los distintos átomos (círculos, cruces, etc.) como un recurso didáctico. Esto no significa que los electrones sean diferentes, todos los electrones son iguales e indistinguibles. Además, los electrones siempre se representan por pares y alrededor del símbolo del elemento (como se indica en la figura).

HCl, cloruro de hidrógeno

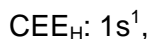
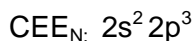
Para representar la estructura de Lewis del cloruro de hidrógeno se tiene en cuenta que ambos átomos son no metales y la diferencia de electronegatividad es 0,90, por lo tanto la unión es covalente.



Al representar el símbolo de puntos para el átomo de cloro, queda un electrón no apareado, por lo que se establece un enlace covalente con el átomo de hidrógeno. De esta manera, ambos átomos adquieren la configuración electrónica del gas noble más próximo. La estructura de Lewis es:



A partir de la CEE de los átomos que constituyen a la molécula, escribimos la estructura de Lewis.



NH₃, amoníaco

Al representar el símbolo de puntos para el átomo de nitrógeno, quedan tres electrones no apareados, por lo que se establecen tres enlaces covalentes con los átomos de hidrógeno. De esta manera, los átomos adquieren la configuración electrónica del gas noble más próximo. La estructura de Lewis es:

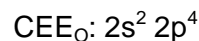
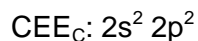
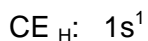


H₂CO₃, ácido carbónico

Para representarla, es conveniente tener en cuenta:

- ☐ que la molécula está formada por átomos de no metales, por lo tanto, la unión es covalente;
- ☐ las CEE de cada uno de los átomos involucrados;
- ☐ la distribución de los átomos en función de la electronegatividad, el átomo menos electronegativo ocupa la posición central.

Las CEE de los átomos de los elementos que lo constituyen son:





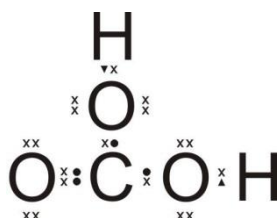
Química

En el H_2CO_3 el símbolo del carbono se ubica en el centro rodeado de los símbolos de los átomos de oxígeno, y el símbolo del hidrógeno se ubica al lado del oxígeno.

Al representar los electrones, conviene colocar primero el electrón del átomo de hidrógeno, luego, los correspondientes al átomo de oxígeno, que está unido al átomo de hidrógeno, y los electrones del átomo del carbono; se establecen dos uniones covalentes simples, una entre el hidrógeno y el oxígeno (H-O) y otra entre el oxígeno y el carbono (O-C). De esta manera, el átomo de hidrógeno adquiere la CEE de los átomos del gas noble más próximo (He), y el átomo de oxígeno (unido al de hidrógeno) adquiere la CEE de los átomos del gas noble más próximo (Ne).

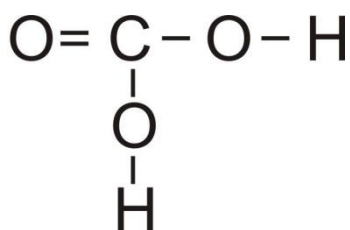
Se repite esta secuencia para representar los electrones de los otros átomos de hidrógeno y oxígeno unidos entre sí al carbono. Para que el átomo de carbono adquiera la CEE de los átomos del gas noble más próximo (Ne), necesita dos electrones, por eso, establece una unión covalente doble con el otro átomo de oxígeno y, así, ambos alcanzan el octeto electrónico.

La estructura de Lewis es:



De esta forma, cada átomo adquiere el número de electrones externos de los átomos del gas noble más próximo: 2 electrones para el Hidrógeno, 8 electrones para el Oxígeno y 8 electrones para el Carbono.

La fórmula desarrollada es:



BrO_2^- , ion bromito

Para dibujar la estructura de Lewis, es conveniente:

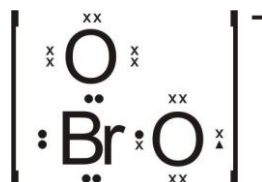
- ubicar en el centro, el símbolo del átomo del elemento que no es oxígeno y rodearlo con tantos átomos de oxígeno como indica la fórmula;
- representar, en un átomo de oxígeno, un electrón por cada carga negativa que posea el ion;
- encerrar el conjunto entre corchetes indicando la carga del ion;
- dibujar los electrones en el átomo de oxígeno que tiene el electrón que le da la carga al anión, y los del no metal, de manera que se establezca una unión covalente simple entre ambos;



Química

- representar los electrones de los demás átomos de oxígeno (si los hubiera).

La estructura de Lewis BrO_2^- del es:



$\text{Mg}(\text{IO}_3)_2$, yodato de magnesio

Para representar estructura de Lewis de una oxosal, se considera que es un compuesto ternario iónico, formado por cationes y oxoaniones y que la suma de las cargas de cationes y aniones en una unidad fórmula es igual a cero. Por lo tanto, para dibujarla, es aconsejable separar cationes de aniones.

A partir de la fórmula de la sal, se deduce que en una unidad fórmula, por cada catión Mg^{2+} , hay dos aniones IO_3^- . La estructura de Lewis es:



Unión metálica

Los metales, al igual que los compuestos iónicos, no están formados por moléculas. Se considera que un trozo de metal es “un conjunto de iones positivos (cationes) inmerso en un mar de electrones móviles”. Como los átomos de los metales tienen baja energía de ionización, los electrones externos, es decir, los más débilmente unidos al núcleo de cada átomo, se mueven a lo largo de todo el cristal. No están asociados con ningún núcleo en particular, sino que forman una nube electrónica que pertenece a toda la red cristalina.



Química

Tipos de sustancias

Las sustancias se clasifican en iónicas, metálicas, moleculares y covalentes (redes). El tipo de partícula que constituye a una sustancia depende de las uniones químicas

La siguiente tabla resume el tipo de partículas que constituye a los distintos tipos de sustancias y algunos ejemplos:

Tipo de sustancia	Tipo de partícula	Ejemplos
Iónica	Cationes y aniones	CuSO_4 , KOH , NaNO_3 , MgO
Metálica	Cationes (núcleo y electrones internos) y electrones externos móviles.	Co , Au , Fe , Ag
Molecular (covalente)	Moléculas	O_2 , H_2O , CCl_4
Covalente (redes)	Átomos	C grafito, C diamante



Química

FUERZAS DE ATRACCIÓN ENTRE PARTÍCULAS Y PROPIEDADES FÍSICAS DE LAS SUSTANCIAS

La disposición tridimensional de los átomos en una molécula se denomina geometría molecular (GM), si se trata de un ion, su disposición tridimensional se denomina geometría del ion (GI).

El estado de agregación en el que se presenta una sustancia a determinada temperatura y a determinada presión, y algunas propiedades físicas dependen de la intensidad de las fuerzas de atracción entre las partículas que la forman.

Dicha intensidad depende del tipo de partículas (iones o moléculas) que constituyen a las sustancias y de las fuerzas de atracción que actúan entre éstas.

Para identificar el tipo de fuerza de atracción presente en una sustancia molecular, es necesario conocer la geometría y la polaridad de las moléculas que la forman.

La geometría de las moléculas se puede predecir con bastante aproximación a partir del número de electrones que rodean al átomo central de una molécula, según su estructura de Lewis.

La disposición espacial que adoptan los electrones externos (compartidos y libres) alrededor del átomo central, se denomina geometría electrónica (GE). Los pares de electrones se ubican de manera de minimizar las repulsiones entre ellos. El número de pares de electrones alrededor del átomo central determina el tipo de geometría electrónica.

- Si hay dos pares de electrones alrededor del átomo central, la geometría electrónica es *lineal*.
- Si hay tres pares de electrones alrededor del átomo central, la geometría electrónica es *plana triangular*.
- Si hay cuatro pares de electrones alrededor del átomo central, la geometría electrónica es *tetraédrica*.

Teoría de repulsión de los pares electrónicos de valencia (TRePEV)

La teoría de repulsión de los pares electrónicos de valencia, permite predecir las geometrías y los ángulos de enlace de las moléculas y los iones poliatómicos.

Los postulados de esta teoría son los siguientes:

- Los pares de electrones libres se repelen con mayor intensidad que los pares compartidos.
- Los enlaces coordinados o dativos, dobles y triples se consideran equivalentes al de un enlace simple.

Geometría molecular

Para explicar las posibles geometrías, se consideran moléculas formadas por un átomo central A, rodeado por átomos de otro elemento, como por ejemplo: AB_2 , AB_3 y AB_4 .

Moléculas sin pares electrónicos libres rodeando al átomo central **AB_2 : dióxido de carbono, CO_2**

La estructura de Lewis de la molécula es:



Química

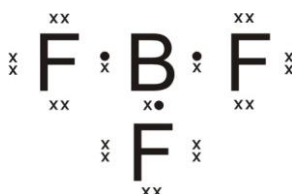
Debido a que los pares electrónicos se repelen entre sí, se ubican lo más alejados posible uno de otro, o sea, en los extremos opuestos, **la geometría electrónica (GE) es lineal**. Por lo tanto, los átomos se ubican siguiendo un ángulo que se establece entre éstos (O-C-O) de 180° y **la molécula presenta geometría lineal**.



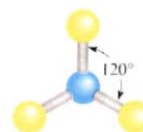
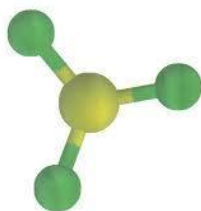
Modelo de esferas de la molécula de CO_2

AB_3 : trifluoruro de boro BF_3

La estructura de Lewis de la molécula es:



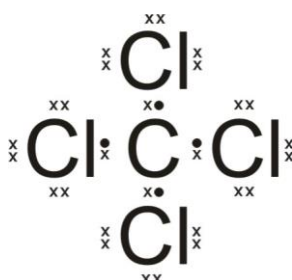
El trifluoruro de boro presenta tres uniones covalentes simples, formándose un triángulo equilátero, con el átomo de boro en el centro de la molécula. El triángulo queda determinado uniendo con segmentos los átomos de flúor. Tanto **la geometría electrónica** como la **geometría molecular** serán entonces **plana triangular**. Los cuatro átomos se encuentran en el mismo plano y el ángulo que se establece entre el átomo de boro y dos de los átomos de flúor es de 120° .



Modelos que representan la geometría plana triangular:

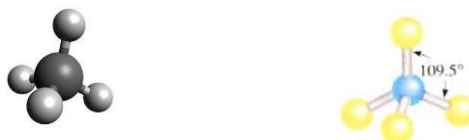
AB_4 : tetracloruro de carbono CCl_4

La estructura de Lewis de la molécula es:



Química

Hay cuatro pares de electrones formando uniones covalentes alrededor del átomo de carbono, C. La **geometría electrónica** del CCl_4 es **tetraédrica**. En este tipo de moléculas, el átomo central se ubica en el centro de un tetraedro y los otros átomos están en los vértices del mismo, siendo la **geometría de la molécula** también **tetraédrica**. Los ángulos de enlace entre el átomo central y dos de los átomos adyacentes, en un tetraedro regular son de $109,5^\circ$.



Modelos que representan la geometría tetraédrica:

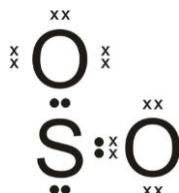
Moléculas con pares electrónicos libres rodeando al átomo central

Un par de electrones libres experimenta mayor repulsión que los pares enlazantes por lo tanto modifican el ángulo de enlace haciéndolo menor que lo que predice la teoría (TRePEV), con lo cual la geometría electrónica y la geometría molecular, son diferentes.

Para explicar las posibles geometrías, se considera el átomo central A, rodeado por átomos de otro elemento. A continuación se analizan las moléculas de fórmula general: AB_2 y AB_3 .

AB_2 : dióxido de azufre SO_2

La estructura de Lewis de la molécula es:



Debido a que los pares de electrones que forman enlaces y los electrones libres se consideran como zonas de alta densidad electrónica, en la molécula de SO_2 se cuentan tres zonas de alta densidad electrónica que rodean al átomo de S (átomo central), dos pares formando enlaces y un par libre. La **geometría electrónica** es **plana triangular**. Pero, debido a que la repulsión del par electrónico libre es mayor que la repulsión de los otros pares de electrones, Los enlaces azufre-oxígeno se acercan ligeramente y el ángulo de enlace O-S-O es menor a 120° . Por lo tanto, la **geometría molecular** es **angular**.



Modelos que representan la geometría angular.

AB_2 : agua H_2O

La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



Química

Moléculas formadas por un átomo central unido a átomos diferentes.

La teoría de repulsión de pares de electrones de valencia, permite predecir la geometría de moléculas formadas por un átomo central A unido a átomos de distintos elementos. El análisis es análogo al realizado en los ejemplos anteriores.

Por ejemplo, la molécula de ácido cianhídrico, HCN.

La estructura de Lewis es:






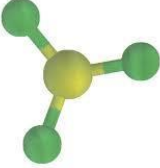
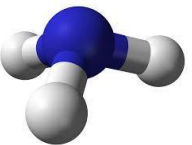

El átomo central, carbono, posee 2 zonas de alta densidad electrónica por lo que la geometría electrónica es lineal. Como no hay pares de electrones sin compartir en el átomo central, la geometría molecular es lineal.

A partir de los ejemplos analizados es posible concluir que:

- en las moléculas que no presentan pares de electrones libres rodeando al átomo central, la geometría electrónica es igual a la geometría molecular.
- en las moléculas que presentan pares electrónicos libres rodeando al átomo central, la geometría electrónica es distinta a la geometría molecular.

Química

Tabla 1. Geometría de moléculas sencillas del tipo AB_x .

Tipo de molécula	Pares de electrones que rodean al átomo central	Número de enlaces	Pares de electrones libres	Geometría
AB_2	2	2	0	Lineal 
AB_2	3	2	1	Angular 
AB_2	4	2	2	Angular 
AB_3	3	3	0	Plana triangular 
AB_3	4	3	1	Piramidal con base triangular 
AB_4	4	4	0	Tetraédrica 

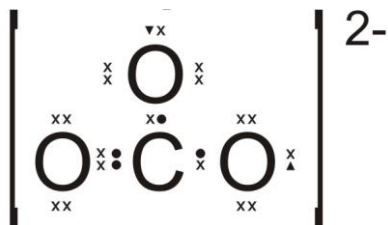
Geometría de iones

Como se mencionó anteriormente, la disposición tridimensional de los átomos en un ion poliatómico, se denomina geometría del ion. La teoría de repulsión de pares de electrones de valencia, permite predecir la geometría de los iones. El análisis es análogo al realizado para las moléculas AB_x .

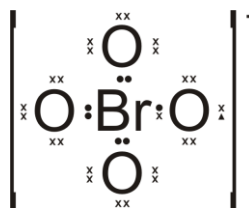
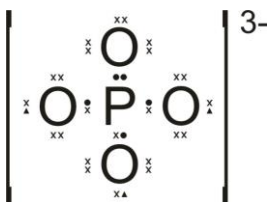
Química

Ejemplos:

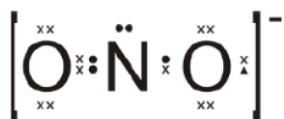
El anión carbonato es un ejemplo de un ion con geometría plana triangular. Su estructura de Lewis es



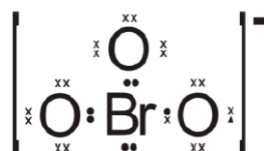
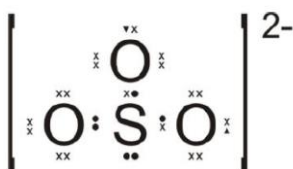
El catión amonio (NH_4^+) y los aniones ortofosfato (PO_4^{3-}) y perbromato (BrO_4^-) presentan geometría tetraédrica. Las estructuras de Lewis son:



El anión nitrito (NO_2^-) y el anión yodito (IO_2^-) son ejemplos de iones con geometría angular. Sus estructuras de Lewis son:



El anión sulfito (SO_3^{2-}) y el anión bromato (BrO_3^-) poseen geometría piramidal. Sus estructuras de Lewis son:



Química

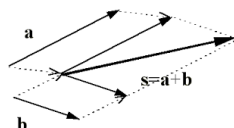
Polaridad de las moléculas

Como ya mencionamos en la unidad 2, el momento dipolar (μ) cuantifica la polaridad de un enlace y de las moléculas.

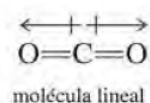
Las moléculas diatómicas formadas por átomos de elementos diferentes (ej. HF, HCl, NO) tienen un momento dipolar distinto de cero, $\mu \neq 0$ D y por lo tanto son moléculas polares. En cambio las moléculas diatómicas formadas por átomos del mismo elemento, (ej. Cl_2 , O_2 , H_2) presentan un momento dipolar nulo, $\mu = 0$ D por lo tanto son moléculas no polares.

Para determinar el momento dipolar en una molécula formada por tres o más átomos, se considera la polaridad de los enlaces y la geometría de la molécula. El momento dipolar de la molécula o momento dipolar total (μ_T) es la suma de los vectores que representan los momentos dipolares de cada uno de los enlaces.

Una forma de determinar la polaridad de una molécula es aplicar la regla del paralelogramo para realizar la suma vectorial de los momentos dipolares. La resultante o momento dipolar total obtenido permitirá predecir si dicho momento dipolar total será igual a cero (molécula no polar) o diferente de cero (molécula polar).

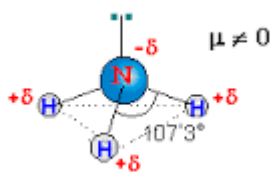


El dióxido de carbono CO_2 , por ejemplo, es una molécula triatómica, de geometría molecular lineal. El momento dipolar total de la molécula es la resultante de la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces, $\text{C}=\text{O}$. Como ambos momentos dipolares de enlace poseen igual magnitud, igual dirección y sentido opuesto, la suma o momento dipolar total es 0 D. La molécula es no polar.



$$\mu = 0 \text{ D}$$

La geometría de la molécula de NH_3 es piramidal. El átomo de N es más electronegativo que el átomo de H, por eso la densidad de la nube electrónica está desplazada hacia el nitrógeno. Como los momentos dipolares N-H no se anulan, la resultante de la sumatoria de los momentos dipolares es distinta de cero. Además que el átomo central (N) tiene un par de electrones libre, que afecta su polaridad. Por lo tanto la molécula es polar.



Es importante remarcar que los iones **no presentan momento dipolar**, ya que tienen una carga eléctrica neta, los cationes poseen carga eléctrica positiva y los aniones carga eléctrica negativa.



Química

Interacciones entre partículas y propiedades de las sustancias

Las sustancias iónicas, moleculares y metálicas poseen diferencias en sus propiedades físicas generales debido a que sus enlaces son de distinta naturaleza.

En los compuestos moleculares se pueden clasificar las fuerzas de atracción en dos clases, una es la que mantiene unidos a los átomos de una molécula, que son las fuerzas intramoleculares (unión covalente); y la otra es la que mantiene unidas a las moléculas entre sí, que son las fuerzas intermoleculares.

Las fuerzas intermoleculares son más débiles que las presentes entre los aniones y cationes de los compuestos iónicos, cationes y electrones presentes en metales o que las fuerzas intramoleculares, debido a esto, las sustancias moleculares poseen bajos puntos de fusión y ebullición.

Muchos de los compuestos moleculares son insolubles o poco solubles en agua, las sustancias polares son solubles o parcialmente solubles dependiendo de su polaridad y sus disoluciones acuosas no conducen la corriente eléctrica, (no son electrolitos), salvo en el caso particular de que puedan ionizarse (por ejemplo los ácidos). Los compuestos moleculares no conducen la corriente eléctrica.

Las sustancias iónicas, son sólidos cristalinos. La fuerza de atracción presente es del tipo electrostático entre iones (cationes y aniones) de elevada intensidad, por eso los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente y poseen elevados punto de fusión.

La mayoría de los compuestos iónicos son solubles en solventes muy polares, por ejemplo el agua, se denominan electrolitos ya que sus disoluciones acuosas conducen la corriente eléctrica. Los compuestos iónicos fundidos también pueden conducir la electricidad, ya que los cationes y aniones se mueven libremente. Son duros y quebradizos.

Las *fuerzas de atracción entre las partículas* son responsables de ciertas propiedades macroscópicas de la materia, como por ejemplo, el punto de fusión y de ebullición, el estado de agregación a cierta temperatura y presión. En general, los puntos de ebullición y fusión de las sustancias se relacionan con la intensidad y tipo de fuerzas presentes.

Fuerzas intermoleculares

En una sustancia, las moléculas se atraen por fuerzas intermoleculares. Las mismas permiten que las moléculas se unan entre sí por atracción electrostática entre los polos de carga opuesta.

Entre las fuerzas intermoleculares se encuentran las fuerzas dipolo-dipolo o dipolo permanente, las fuerzas de London o de dispersión, y las interacciones puente de hidrógeno.

Las fuerzas dipolo-dipolo son las fuerzas de atracción entre moléculas polares. A mayor momento dipolar total, mayor es la intensidad de este tipo de fuerza. Las moléculas se atraen por los extremos de densidad de carga opuesta de los dipolos siendo de origen electrostático

La fuerza de dispersión o de London se produce por la formación de dipolos instantáneos, llamados así porque duran una pequeña fracción de segundo. Estos dipolos se generan cuando los electrones se mueven a cierta distancia del núcleo con lo cual no son atraídos fuertemente por

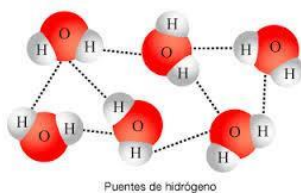
Química

el núcleo y la nube electrónica se vuelve más difusa. La posición específica de los electrones hace que aparezca una densidad negativa en un determinado instante y luego cuando los electrones cambian de posición se genera otra zona de densidad negativa. De este modo, se induce un dipolo en un átomo vecino y así sucesivamente en los átomos vecinos.

La intensidad de las fuerzas de London se relaciona con el número de electrones que presenta un átomo o una molécula. La intensidad de estas fuerzas aumenta con la masa molar, debido a que las moléculas de mayor masa molar tienen más electrones.

Las moléculas no polares y los gases nobles, sólo presentan este tipo de fuerza, sin embargo está presente también entre moléculas polares.

Las interacciones de hidrógeno o puente de hidrógeno, son un tipo de atracción intermolecular de tipo dipolo-dipolo particularmente fuerte. Esta interacción se da entre el átomo de hidrógeno unido a un átomo de elevado valor de electronegatividad (N, O y F) de una molécula y el par electrónico sin compartir de un átomo electronegativo (N, O, y F) de otra molécula. Los enlaces puente de hidrógeno se representan generalmente con línea de puntos.





Química

Magnitudes atómicas y moleculares

Unidad de masa atómica

El conocimiento de la masa de un átomo es importante para el trabajo en el laboratorio. Sin embargo los átomos son partículas extremadamente pequeñas, por lo tanto, no es posible pesar un solo átomo, pero existen métodos experimentales para determinar su masa en relación con la de otro. Para ello se asigna un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado para utilizarlo como referencia.

La *unidad de masa atómica*, es la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C (isótopo de carbono que tiene seis protones y seis neutrones). Se simboliza u y se lee uma (unidad de masa atómica).

$$1u = \frac{\text{masa de 1 átomo de } ^{12}\text{C}}{12} = \frac{1,992 \times 10^{-23} \text{ g}}{12} \cong 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Es decir, $1u$ equivale a $1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$.

Por acuerdo internacional, la masa atómica es la masa de un átomo, en unidades de masa atómica. Esta unidad fue propuesta, a partir de 1961, por los científicos que formaban parte de la IUPAC.

Masa atómica (m_a)

Es la masa de un átomo. Los valores de masas atómicas que figuran en la tabla periódica resultan de considerar el promedio de las masas atómicas de los diferentes isótopos que constituyen a un elemento y de la proporción en que éstos se encuentran en la naturaleza. Se expresa en unidades de masa atómica (u).

La masa de un átomo es posible expresarla en otras unidades de masa, por ejemplo, en gramos. La equivalencia en gramos de la unidad de masa atómica es:

$$1u \text{ equivale a } 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Ejemplo

$$m_a \text{Rb} = 85,47 \text{ u}$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ u} & \text{----- equivale a -----} & 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g} \\ 85,47 \text{ u} & \text{----- equivalen a -----} & x = 1,42 \times 10^{-22} \text{ g} \end{array}$$

La masa promedio de un átomo de rubidio es de $85,47 \text{ u}$ ó $1,42 \times 10^{-22} \text{ g}$



Química

Masa molecular (m_m)

Es la masa promedio de una molécula. Puede expresarse en gramos, en unidades de masa atómica o en cualquier otra unidad de masa. Es la suma de las masas atómicas en una molécula.

Para calcularla, es necesario conocer la masa atómica del o de los elementos involucrados y la fórmula de la sustancia correspondiente o el número de átomos que la forman.

Ejemplo

$$m_m \text{SO}_2 = m_a \text{S} + 2 \times m_a \text{O} =$$

$$m_m \text{SO}_2 = 32,1 \text{ u} + 2 \times 16,0 \text{ u} = 64,1 \text{ u}$$

$\begin{array}{l} 1 \text{ u} \text{ ----- equivale a ----- } 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g} \\ 64,1 \text{ u} \text{ ----- equivalen a ----- } x = 1,06 \times 10^{-22} \text{ g} \end{array}$

La masa promedio de una molécula de dióxido de azufre (SO_2) es de 64,1 u ó $1,06 \times 10^{-22} \text{ g}$

Con fines de simplicidad se omite la palabra “promedio” cuando se aborda el tema de las masas atómicas de los elementos y las masas moleculares.

Cantidad de materia

Mol

Las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa de las masas de los elementos. Pero debido a que los átomos tienen masas tan pequeñas, no es posible diseñar una balanza para pesarlos mediante unidades calibradas de masa atómica. En cualquier situación real, se manejan muestras macroscópicas que contienen un número enorme de átomos. Por consiguiente, conviene tener una unidad especial para referirse a un gran número de átomos o de moléculas. En química se utiliza el mol.

El *mol* es la unidad de cantidad de sustancia del Sistema Métrico Legal Argentino (SIMELA) y del Sistema Internacional de Unidades (SI). Se define como la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay en 12,0 gramos (0,0120 kg) de ^{12}C .

$$m_a \text{C} = 12,01 \text{ u}$$

$\begin{array}{l} 1 \text{ u} \text{ ----- equivale a ----- } 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g} \\ 12,01 \text{ u} \text{ ----- equivalen a ----- } x = 1,994 \times 10^{-23} \text{ g} \end{array}$



Química

$1,994 \times 10^{-23}$ g ----- es la masa de ----- 1 átomo de C
 $12,01$ g ----- es la masa de ---- $x = 6,02 \times 10^{23}$ átomos de C

En $0,012$ kg de ^{12}C hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono, es decir que en una masa de $12,0$ g de carbono hay seiscientos dos mil trillones de átomos.

$$6,02 \times 10^{23} = 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000$$

Número de Avogadro (N_A)

Es una constante universal que recibe el nombre de **constante de Avogadro** y es $6,02 \times 10^{23}$.

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

$$1 \text{ mol de átomos} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol de cationes} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ cationes}$$

$$1 \text{ mol de electrones} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ electrones}$$

$$1 \text{ mol de moléculas} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Masa molar (M)

Es la masa de un mol. Coincide numéricamente con la masa atómica, expresada en u, si el mol es de átomos, y con la masa molecular, expresada en u, si el mol es de moléculas. Su unidad es g/mol o $\text{g} \times \text{mol}^{-1}$.

Ejemplo

$$m_a \text{ O} = 16,0 \text{ u} \qquad MO = 16,0 \text{ g/mol}$$

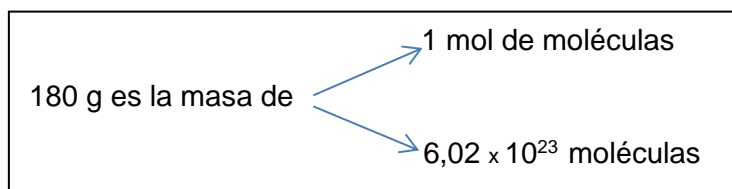
16,0 g es la masa de $\begin{cases} \rightarrow 1 \text{ mol de átomos} \\ \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos} \end{cases}$



Química

$$m_m \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ u}$$

$$M \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ g/mol}$$



Volumen molar (V_M)

Es el volumen de un mol de cualquier sustancia en determinadas condiciones de presión y de temperatura, es decir, al espacio que ocupa un mol de cualquier sustancia. La unidad en que suele medirse es dm^3/mol o $\text{dm}^3 \times \text{mol}^{-1}$.

Puede calcularse a partir de la expresión:

$$\rho = \frac{M \text{ (masa molar)}}{V_M \text{ (volumen molar)}}$$

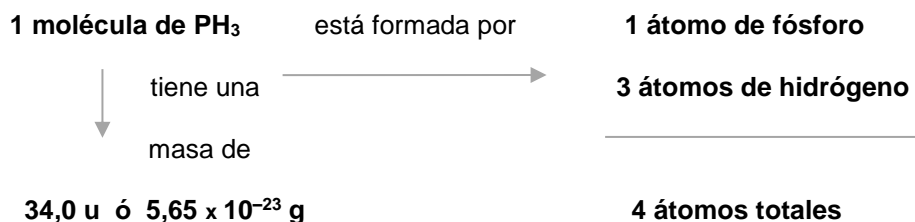
$$V_M = \frac{M}{\rho}$$

Generalización:

Masa atómica (en u) $\xleftrightarrow{\text{coincide numéricamente con}}$ Masa molar (g/mol)

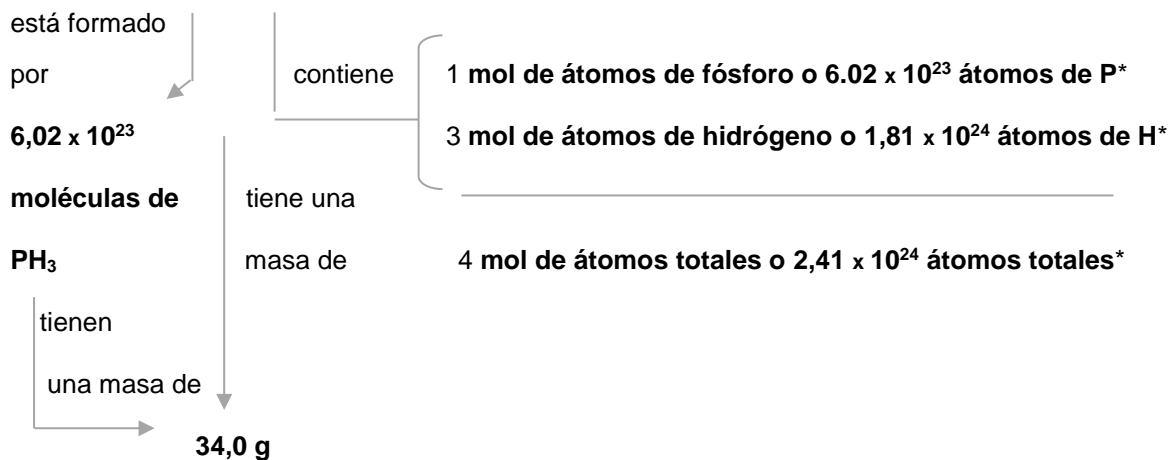
Masa molecular (en u) $\xleftrightarrow{\text{coincide numéricamente con}}$ Masa molar (g/mol)

Ejemplo, análisis de las magnitudes para 1 molécula de PH_3 y para 1 mol de PH_3 .





Química

1 mol de moléculas de PH_3 

* El número de átomos en un mol de moléculas, se calcula teniendo en cuenta que:

Para el fósforo,

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ molécula de } \text{PH}_3 & \text{----- hay -----} & 1 \text{ átomo de fósforo} \\ 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{PH}_3 & \text{----- hay ----} & x = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de fósforo} \end{array}$$

1 mol de moléculas 6,02 x 10²³ átomos de fósforo

Para el hidrógeno,

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ molécula de } \text{PH}_3 & \text{----- hay -----} & 3 \text{ átomos de hidrógeno} \\ 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{PH}_3 & \text{----- hay ----} & x = 3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de hidrógeno} \end{array}$$

1 mol de moléculas 1,81 x 10²⁴ átomos de hidrógeno

Átomos totales:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ molécula de } \text{PH}_3 & \text{----- hay -----} & 4 \text{ átomos totales} \\ 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{PH}_3 & \text{----- hay ----} & x = 4 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos totales} \end{array}$$

1 mol de moléculas 2,41 x 10²⁴ átomos totales